3°)

**a-** $pH_2 = 2,9 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,9} mol.l^{-1} < C = 10^{-2} mol.l^{-1}$

et $pH_3 = 4 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-4} mol.l^{-1} < C$. Donc les 2 acides sont faibles.

**b-**

* $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

*les couples sont :* $CH_3COOH/CH_3COO^-$ et $H_3O^+/H_2O$

* $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

*les couples sont :* $HCOOH/HCOO^-$ et $H_3O^+/H_2O$

4°)

**a -** $HCOOH/HCOO^- \rightarrow Ka_2 = 1,6.10^{-4}$

$CH_3COOH/CH_3COO^- \rightarrow Ka_3 = 1,6.10^{-5}$

$\Rightarrow pKa_2 = -\log(Ka_2) = 3,79$

$\Rightarrow pKa_3 = -\log(Ka_3) = 4,79$

**b-** Plus que **pKa** est faible, plus que l'acide est fort, plus que sa base conjuguée est faible.

On a : $pKa_2 < pKa_3$ donc **HCOOH** est plus fort que $CH_3COOH$ et $HCOO^-$ est une base plus faible que $CH_3COO^-$.

* Les résultas sont conformes à ceux de la question 2 .

5°)

$$(S'_2)\begin{cases} \underset{\text{solide (sel)}}{HCOONa} \rightarrow \underset{\text{base faible}}{HCOO^-} + \underset{\text{ioninerte}}{Na^+} \\ HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^- \end{cases}$$

$$(S'_3)\begin{cases} \underset{\text{solide (sel)}}{CH_3COONa} \rightarrow \underset{\text{base faible}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{ioninerte}}{Na^+} \\ CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^- \end{cases}$$

D'après **4°)** b- $CH_3COO^-$ est une base plus forte que $HCOO^-$.

$(S'_3)$ est une solution plus basique que $(S'_2)$.

*Pour la même concentration, plus que $[OH^-]$ est grande.

*$[H_3O^+]$ faible ⟶ pH est grande , la base est plus forte.

Donc $pH_{S'_3} > pH_{S'_2}$.

6°)

**a-** $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

Une augmentation de la température déplace l'équilibre dans les sens endothermique. C'est le sens direct. D'où $[H_3O^+]$ va augmenter. Ainsi pH diminue.